

Chapitre 11 : Réaction chimique par échange de proton

Réaction chimique par échange de proton

Le pH : définition, mesure.

Théorie de Brønsted : acides faibles, bases faibles ; notion d'équilibre ; couple acide-base ; constante d'acidité K_a . Échelle des pK_a dans l'eau, produit ionique de l'eau ; domaines de prédominance (cas des acides carboxyliques, des amines, des acides α -aminés).

Réactions quasi-totales en faveur des produits :

- acide fort, base forte dans l'eau ;
- mélange d'un acide fort et d'une base forte dans l'eau.

Réaction entre un acide fort et une base forte : aspect thermique de la réaction.

Sécurité.

Contrôle du pH : solution tampon ; rôle en milieu biologique.

- *Mesurer le pH d'une solution aqueuse.*
- Reconnaître un acide, une base dans la théorie de Brønsted.
- Utiliser les symbolismes \rightarrow , \leftarrow et dans l'écriture des réactions chimiques pour rendre compte des **situations observées**.
- Identifier l'espèce prédominante d'un couple acide-base connaissant le pH du milieu et le pK_a du couple.
- *Mettre en oeuvre une démarche expérimentale pour déterminer une constante d'acidité.*
- Calculer le pH d'une solution aqueuse d'acide fort ou de base forte de concentration usuelle.
- *Mettre en évidence l'influence des quantités de matière mises en jeu sur l'élévation de température observée.*
- Extraire et exploiter des informations pour montrer l'importance du contrôle du pH dans un milieu biologique.

La réaction d'autoprotolyse de l'eau :

1) D'où vient-elle ?

Mesurons le pH d'une eau pure. On trouve $\text{pH} = 7$ à 25°C .

Ceci signifie que la concentration des ions oxonium dans cette eau est de : $[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-7}$ mol/L. D'où proviennent-ils ?

Puisqu'il n'y a **que des molécules d'eau dans une eau pure**, ce sont ces molécules d'eau qui ont données naissance aux ions oxonium.

Ainsi comme une solution est neutre électriquement, il y a présence d'anions en même quantité que les cations oxonium.

On explique cet équilibre par le fait **qu'un ion oxonium est créé par une molécule d'eau qui capte un proton à une autre molécule d'eau, qui elle, à céder son proton.**

 2) Equation de la réaction d'autoprotolyse et produit ionique ⁽¹⁾ :

a. L'eau, espèce amphotère, joue donc un **double rôle d'acide et de base**, selon l'équation :



Cette réaction est appelée **autoprotolyse de l'eau**

Amphotère : l'espèce est à la fois une base : $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{H}^+ = \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ l'eau = la base capte un proton
l'espèce est à la fois un acide $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} = \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$ l'eau = l'acide libère un proton

b. A cette réaction, on associe une **constante d'équilibre K_e** appelée **produit ionique de l'eau**. On a :

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}] \times [\text{OH}^-_{(\text{aq})}]$$

Comme il y a autant d'ions oxonium que d'ions hydroxyde produits par l'autoprotolyse :

$$[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}] = [\text{OH}^-_{(\text{aq})}] = 1.0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} \quad \text{et} \quad K_e = 10^{-14} \text{ valeur exacte}$$

Remarque :

On rappelle que la constante d'équilibre d'une réaction ne dépend que de la température. La valeur de K_e ci-dessus n'est valable qu'à 25°C .

c. Généralement en chimie, à une grandeur X on associe une grandeur $\text{pX} = -\log X$.

Ici on a alors :

$$\text{p}K_e = -\log(K_e) = 14 \quad \text{et} \quad K_e = 10^{(-\text{p}K_e)}$$

 3) Echelle de pH :

a. Définition ⁽²⁾ :

Dans une solution $0 < \text{pH} < 14$

Travail à faire: à partir de la valeur du pH, on doit calculer les concentrations

$[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}]$ et $[\text{OH}^-_{(\text{aq})}]$. Pour cela on utilise l'expression du produit ionique de l'eau.

Relation entre pH, $\text{p}K_e$ et $[\text{OH}^-]$:

$$\begin{cases} \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \\ K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] \end{cases}$$

D'où : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$

On en déduit la concentration en ion hydroxyde :

Eau de mer	8,0
Sang	7,35
Salive	7,0
Lait	6,8
Eau Perrier	6,0
Urine	6,0
Bière	4,5
Jus de tomate	4,2
Jus d'orange	3,5
Vin	3,5
Jus de citron	2,2
Suc gastrique	2,0

$$[\text{HO}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$\text{Par suite : } \text{pH} = -\log \left(\frac{K_e}{[\text{OH}^-]} \right)$$

$$\text{pH} = -\log K_e + \log [\text{OH}^-]$$

Doc n°1 : Valeur du pH de quelques solutions

$$\boxed{\text{pH} = \text{p}K_e + \log [\text{OH}^-]} \quad \text{ou} \quad \boxed{[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH} - \text{p}K_e}}$$

- Une solution est dite acide si elle contient plus d'ion oxonium que l'eau pure :
Solution acide $\Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}] > 1.0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} \Leftrightarrow \text{pH} < 7.0$
- Une solution est dite basique si elle contient moins d'ions oxonium que l'eau pure :
Solution basique $\Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}] < 1.0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} \Leftrightarrow \text{pH} > 7.0$
- Une solution **neutre** sera donc une solution dont le **pH est de 7.0** $\Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}] = 1.0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$

b. Exemples : valeur de pH de différentes solutions courantes
 (voir doc ci-contre)

c. Application :

Soit une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $5.0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

Quelle est nature acido-basique de cette solution et quelle est la valeur de son pH ?

On sait que $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}] \times [\text{OH}^-_{(\text{aq})}] = 10^{-14}$ d'où $[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-_{(\text{aq})}]} = \frac{10^{-14}}{5.0 \cdot 10^{-3}} = 2.0 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$

Alors $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}] = -\log 2.0 \cdot 10^{-12} = 11.7$

II Théorie de Brönsted des acides et des bases :

1) Définitions et exemples :

➤ D'un acide selon Brønsted :

Un acide (noté HA) est une espèce chimique susceptible de **céder (ou libérer) un proton H^+** .

On peut symboliser cette transformation par une **demi-équation acido-basique :**



Ex : acide chlorhydrique HCl, acide éthanóique CH_3COOH , ions ammonium NH_4^+ , acide citrique $C_6H_8O_7$, vitamine C ou acide ascorbique $C_6H_8O_6$.

➤ D'une base selon Bronsted :

Une base (noté A^-) est une espèce chimique susceptible de **capturer un proton H^+** .

On peut symboliser cette transformation par une **demi-équation acido-basique :**



Ex : Ammoniac NH_3 , ion éthanóate CH_3COO^- , ion hydroxyde HO^- , ion hydrogénocarbonate HCO_3^- et la potasse KOH.

2) Les couples acides bases :

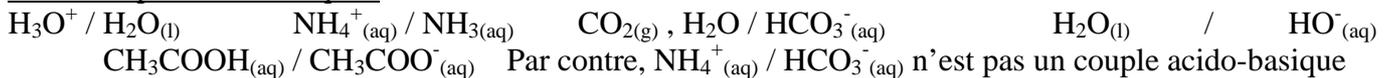
Dans les 2 demies-équations vu précédemment apparaît un « couple » : HA / A^- , dans lequel on passe d'un membre du couple à l'autre par un échange d'un proton H^+ .

Ce couple sera appelé **couple acide/base** est sera toujours noté : HA / A^- .

On dira que HA est l'**acide conjugué** de la base A^- .

On dira que A^- est la **base conjuguée** de l'acide HA.

Ex de couple acido-basique :



3) Les couples de l'eau :

L'eau participe à deux couples acido-basiques.

Questions élèves : trouver les ainsi que les demies-équations correspondantes.

$H_3O^+ / H_2O_{(l)}$: dans ce couple l'eau est une base



$H_2O / HO^-_{(aq)}$: dans ce couple l'eau est un acide



L'eau peut être un acide ou une base. On dit que l'eau est un **ampholyte ou une espèce amphotère**.

III Les réactions acido-basiques :

Celles-ci s'effectuent **entre un acide d'un premier couple acido-basique et une base d'un deuxième couple acido-basique** mais jamais entre deux acides entre eux, ni deux bases entre elles.

Comme nous l'avons vu dans le premier paragraphe, une réaction acide base est une « interaction » entre deux couples acido-basiques :

L'acide du premier couple réagit avec la base du deuxième.

Ex : on fournit l'expression des couples : H_2O / HO^- et NH_4^+ / NH_3
on sait que les ions hydroxydes réagissent avec les ions ammonium

Dans la réaction acido-basique d'équation : $HO^-_{(aq)} + NH_4^+_{(aq)} \rightarrow NH_3_{(aq)} + H_2O_{(l)}$
On sait que la réaction est totale : on écrira une simple flèche dans l'équation-bilan

Les produits obtenus sont H_2O acide conjugué de HO^-
et NH_3 base conjuguée de NH_4^+ .

Définition :

Toute réaction acido-basique résulte du transfert de protons H^+ entre l'acide d'un couple acido-basique et la base d'un autre couple acido-basique.

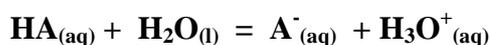
Rappel : toute réaction d'oxydoréduction résulte du transfert d'électrons.

IV Constante d'acidité d'un couple acido-basique :

On s'intéresse au cas particulier où un acide AH réagit sur l'eau H_2O : Ah est bien l'acide et l'eau est la base, donc on choisit les couples AH / A^- H_3O^+ / H_2O

1) Définition ⁽⁴⁾ :

Soit un acide $HA_{(aq)}$ et sa base conjuguée $A^-_{(aq)}$. La constante d'acidité de ce couple acide/base est la constante d'équilibre de la réaction de l'acide avec l'eau :



$$K_A = \frac{[A^-_{(aq)}] \times [H_3O^+_{(aq)}]}{[HA_{(aq)}]}$$

La concentration de l'eau est toujours égale à 1 mol.L^{-1} par convention

A cette constante d'acidité K_A on associe son pK_A :

$$pK_A = -\log K_A$$

2) Exemples :

a. Soit l'acide éthanoïque de formule CH_3-COOH et sa base conjuguée l'ion éthanoate de formule CH_3-COO^- . Ce couple a pour constante d'acidité :

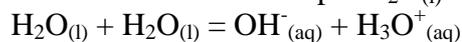
$$K_A = \frac{[CH_3-COO^-_{(aq)}] \times [H_3O^+_{(aq)}]}{[CH_3-COOH_{(aq)}}$$

$K_A = 1.7 \cdot 10^{-5}$ à $25^\circ C$ et $pK_A = 4,8$

Couple acide/base	pK_A à $25^\circ C$
$H_3O^+_{(aq)} / H_2O_{(l)}$	0,00
$HF_{(aq)} / F^-_{(aq)}$	3,20
$H-COOH_{(aq)} / H-COO^-_{(aq)}$	3,75
$CH_3-COOH_{(aq)} / CH_3-COO^-_{(aq)}$	4,76
$CO_2, H_2O_{(aq)} / HCO_3^-_{(aq)}$	6,35
$NH_4^+_{(aq)} / NH_3_{(aq)}$	9,20
$HCO_3^-_{(aq)} / CO_3^{2-}_{(aq)}$	10,3
$H_2O_{(l)} / HO^-_{(aq)}$	14,0

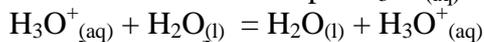
b. L'eau participant à la réaction est membre de deux couples acido-basiques :

➤ Soit elle est acide dans le couple $H_2O_{(l)} / OH^-_{(aq)}$:



Alors $K_A = [H_3O^+_{(aq)}] \times [OH^-_{(aq)}] = 10^{-14}$ et $pK_A = 14$

➤ Soit elle est base dans le couple $H_3O^+_{(aq)} / H_2O_{(l)}$:



Alors $K_A = \frac{[H_3O^+_{(aq)}]}{[H_3O^+_{(aq)}} = 1$ et $pK_A = 0$

Doc n°2 : Valeur du pK_A de quelques couples acido-basiques

c. Remarque :

Les valeur de pK_A ne sont pas limitées par 0 et 14 mais peuvent prendre des **valeurs négatives ou supérieures à 14**.

C'est le cas notamment de certains acides comme l'acide nitrique HNO_3 , il réagit totalement avec l'eau et son pK_A est négatif.

V Diagramme de prédominance et de distribution d'espèces acides et basiques en solution ⁽⁶⁾ :

A partir de la valeur du pH mesuré, on peut prévoir la proportion de l'acide AH et de sa base conjuguée présents dans le milieu.

1) Cas général :

Soit un couple acido-basique $HA_{(aq)}/A^-_{(aq)}$ de $K_A = \frac{[A^-_{(aq)}] \times [H_3O^+_{(aq)}]}{[HA_{(aq)}]}$

Prenons le logarithme de cette expression :

$$\begin{aligned} \log K_A &= \log \frac{[A^-_{(aq)}]}{[HA_{(aq)}]} + \log [H_3O^+_{(aq)}] \\ \Leftrightarrow -\log [H_3O^+_{(aq)}] &= -\log K_A + \log \frac{[A^-_{(aq)}]}{[HA_{(aq)}]} \\ \Leftrightarrow \boxed{pH = pK_A + \log \frac{[A^-_{(aq)}]}{[HA_{(aq)}]}} \end{aligned}$$

Ainsi :

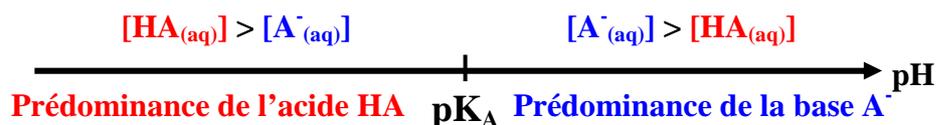
Si $pH = pK_A$ alors $\log \frac{[A^-_{(aq)}]}{[HA_{(aq)}]} = 0$ donc $[A^-_{(aq)}] = [HA_{(aq)}]$ les deux espèces prédominent

Si $pH > pK_A$ alors $\log \frac{[A^-_{(aq)}]}{[HA_{(aq)}]} > 0$ donc $[A^-_{(aq)}] > [HA_{(aq)}]$ **A^- prédomine**

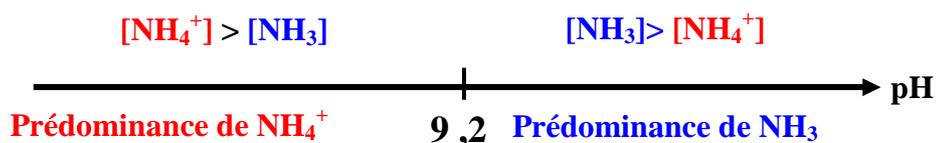
Si $pH < pK_A$ alors $\log \frac{[A^-_{(aq)}]}{[HA_{(aq)}]} < 0$ donc $[HA_{(aq)}] > [A^-_{(aq)}]$ **AH prédomine**

Voici le diagramme de prédominance alors obtenu :

Doc n°3 : diagramme de prédominance de l'acide et de la base



Exemple de l'ammoniac : on donne la valeur du $pK_a = 9,2$ ainsi que NH_4^+ / NH_3

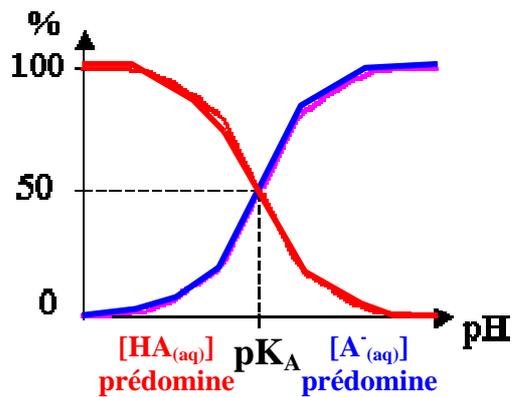


On mesure un pH de 6,3 : Le milieu est acide car $pH < 9,2$ et la forme prédominante est **NH_4^+**

On mesure un pH de 8,2 : Le milieu est basique car $pH > 9,2$ et la forme prédominante est **NH_3**

On peut associer à ce couple acide base un **diagramme de distribution** qui représente le pourcentage de chaque espèce en fonction du pH de la solution :

Doc n°4 : diagramme de distribution de l'acide et de la base



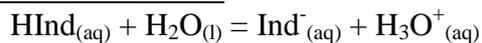
Il y a 50% d'acide et 50% de base présents si le $\text{pH} = \text{pK}_A$

2) Application aux indicateurs colorés : zone de virage d'un indicateur coloré :

a. Définition :

On rappelle qu'un **indicateur coloré** est une **espèce qui existe sous deux formes**, l'une acide et l'autre basique, et que ces deux formes ont **deux couleurs différentes**.

b. Réaction avec l'eau :



Au couple $\text{HInd}_{(\text{aq})} / \text{Ind}^-_{(\text{aq})}$ est associé un pK_A

c. Zone de virage :

- Selon la valeur du **pH** par rapport au pK_A , c'est l'une ou l'autre des formes de l'indicateur coloré, donc **une couleur qui va prédominer**.
- Lorsque **pH = pK_A**, on obtient **une couleur qui est un mélange des deux couleurs** de HInd et Ind⁻ : on appelle cette couleur la **teinte sensible**.
Sinon au dessus et en dessous de ce point, on observe la teinte acide ou la teinte basique.
- On appelle **zone de virage la zone de pH autour du pK_A où on observe la teinte sensible**.
(Exemple expérimental : le BBT) le pH est compris entre $\boxed{\text{pK}_A - 1 < \text{pH} < \text{pK}_A + 1}$

d. Intérêt d'un indicateur coloré :

Un indicateur sert à **suivre l'évolution d'un titrage acido-basique**. On connaît, grâce à sa couleur (teinte sensible), le moment où l'on passe au niveau de son pK_A .

Hélianthine : permet de doser les acides faibles (réagissent faiblement)

BBT : permet de doser des acides ou bases fortes (réagissent fortement avec l'eau) $\text{OH}^- \text{H}_3\text{O}^+$

Phénolphtaléine : permet de doser les faibles bases (réagissent faiblement)

On obtient alors environ le **pH de l'équivalence : $\text{pH} = \text{pK}_A$** .

VI Réactions quasi-totales en faveur des produits :

Une application : les réactions servant de support aux dosages d'acides ou de bases.

1) Acide fort dans l'eau :

a. Définition :

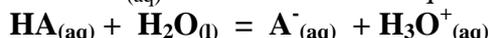
Un acide ou base forte est une espèce qui réagit totalement avec l'eau.

Pour comparer deux acides entre eux, on compare **leur dissociation dans l'eau**. Plus la dissociation de l'espèce dans l'eau est **importante (plus l'avancement de réaction x est important)**, plus on dit que l'acide est « **fort** ».

Exemple : un acide fort peut être l'ion oxonium et une base forte peut être l'ion hydroxyde.

b. Relation entre dissociation et taux d'avancement final:

On considère la dissociation d'un acide $\text{HA}_{(aq)}$ dans l'eau selon l'équation :



On obtient un volume V de solution.

Etablissons le tableau d'avancement de celle-ci :

Equation de la réaction		$\text{HA}_{(aq)}$	+	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	=	$\text{A}^-_{(aq)}$	+	$\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$
Etat	Avancement (mol)							
Initial	0	$c \times V$		Excès		0		0
En cours	x	$c \times V - x$		Excès		x		x
final	X_f	$c \times V - x_f$		Excès		X_f		X_f

Le taux d'avancement final s'écrit donc :

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\max}} = \frac{x_f / V}{x_{\max} / V} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}]_{\text{final}}}{c}$$

On voit alors que, **pour une même concentration** d'acide apporté, **plus un acide est dissocié (plus il est fort) dans l'eau, plus la concentration en $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$ sera grande** et donc **plus le pH final de la solution sera petit**. Plus l'acide est fort plus le taux d'avancement augmente.

c. Relions ceci au constante d'acidité :

Expérimentalement, on **mesure le pH de différentes solutions acides de même concentration**

$c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$. On calcule alors le taux d'avancement de la réaction et on met en relation ces résultats avec le pK_A des couples :

Acides	pH	τ	pK_A
$\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$	2,0	1,0	0,00
$\text{HF}_{(aq)}$	2,6	$2,5 \times 10^{-1}$	3,20
$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}_{(aq)}$	3,1	$7,9 \times 10^{-2}$	4,19
$\text{CH}_3\text{-COOH}_{(aq)}$	3,4	$4,0 \times 10^{-2}$	4,75

Commentaires:

$\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$ est l'acide le plus fort car il a le pH le plus faible

Par ordre décroissant : $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} > \text{HF} > \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}_{(aq)} > \text{CH}_3\text{-COOH}_{(aq)}$

Y-a-t-il des acides forts ? il existe un acide fort, c'est H_3O^+ car son ton d'avancement est de 1,0

d. Conclusion :

Pour deux solutions d'acides de même concentration en soluté apporté, la plus acide (plus petit pH) correspond à celle dont l'acide est le plus dissocié dans l'eau :



Plus le pH est faible, plus le pKa est faible, plus le taux d'avancement est élevé et plus l'acide est fort.

$$\text{pH d'une solution d'acide fort} : \quad \text{pH} = -\log(c)$$

2) Base forte dans l'eau:

Nous pouvons faire la même étude que précédemment. Le tableau d'avancement devient :

Equation de la réaction		$A^-_{(aq)}$	+	$H_2O_{(l)}$	=	$HA_{(aq)}$	+	$OH^-_{(aq)}$
Etat	Avancement (mol)	$n(A^-_{(aq)})$		$n(H_2O_{(l)})$		$n(HA_{(aq)})$		$n(OH^-_{(aq)})$
Initial	0	$c \times V$		Excès		0		0
En cours	x	$c \times V - x$		Excès		x		x
final	$x_{\text{éq}}$	$c \times V - x_{\text{éq}}$		Excès		$x_{\text{éq}}$		$x_{\text{éq}}$

$$\text{Le taux d'avancement s'écrit : } \tau = \frac{x_{\text{éq}}}{x_{\text{max}}} = \frac{x_{\text{éq}}/V}{x_{\text{max}}/V} = \frac{[OH^-_{(aq)}]}{c} = \frac{K_e}{[H_3O^+_{(aq)}] \times c}$$

On comprend alors aisément que nous obtenons la conclusion suivante :

Pour deux solutions de bases de même concentration en soluté apporté, la plus basique (plus grand pH) correspond à celle dont la base est la plus dissociée dans l'eau :

Si $K_A < K_A'$, ou $pK_A > pK_A'$ alors $pH > pH'$

Plus le pH est élevé, plus le pKa est élevé, plus le taux d'avancement est élevé, plus la base est forte.

$$\text{pH d'une solution de base forte} : \quad \text{pH} = pK_e + \log(c)$$

3) Mélange d'un acide fort et d'une base forte dans l'eau : application au dosage.

a) Expérience

- On possède une solution acide S_A (acide chlorhydrique) et une solution basique S_B (la soude ou solution aqueuse d'hydroxyde de sodium).

	$C_A = 0,10 \text{ mol / L}$		$C_B = 0,10 \text{ mol / L}$
S_A	$V_A = 10,0 \text{ mL}$	S_B	$V_B = 5,0 \text{ mL}$
	$\text{pH} = 1,10$		$\text{pH} = 12,9$

- On mélange les deux solutions et on ajoute un volume $V_e = 10 \text{ mL}$ d'eau, on obtient la solution S.
- On mesure le pH de la solution S : $\text{pH} = 1,70$.
- Espèces présentes dans la solution S_A et déterminer les quantités de matières des espèces présentes :

Solution d'acide chlorhydrique (acide fort) :

Espèces présentes :	Le solvant : H_2O
	Les espèces majoritaires : Cl^- et H_3O^+
	L'espèce ultra minoritaire : OH^-
	Il ne reste plus de molécule HCl

Solution de soude (base forte)

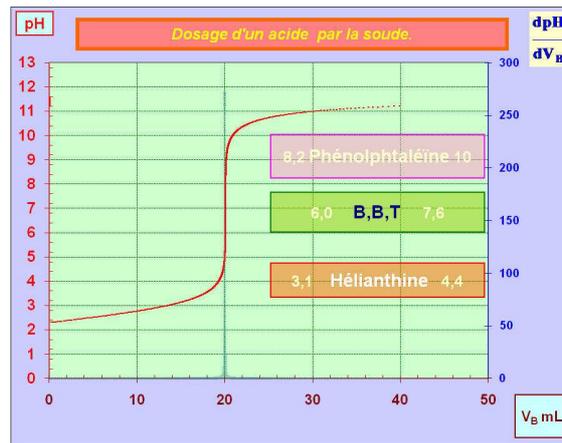
Espèces présentes :	Le solvant : H_2O
	Les espèces majoritaires : Na^+ et OH^-
	L'espèce ultra minoritaire : H_3O^+

Conclusions.

	$n(\text{H}_3\text{O}^+)$	$n(\text{OH}^-)$	$n(\text{Cl}^-)$	$n(\text{Na}^+)$
Avant mélange	$7,9 \times 10^{-4} \text{ mol}$	$7,9 \times 10^{-4} \text{ mol}$	$1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$	$1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$
Après mélange	$5,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$	$1,3 \times 10^{-14} \text{ mol}$	$1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$	$1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$

- Les ions hydroxyde OH^- réagissent quantitativement avec les ions hydronium H_3O^+ .
 $1,3 \times 10^{-14} \text{ mol} \ll 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$. Les ions hydroxyde sont ultra minoritaires dans le mélange.
- **L'équation bilan de la réaction : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ C'est la réaction inverse de la réaction d'autoprotolyse de l'eau.**
- **C'est une réaction : totale, rapide exothermique.**
- Elle dégage $Q_r = -55,8 \text{ kJ / mol}$.
- Les ions chlorure et les ions sodium ne participent pas à la réaction : Ions indifférents ou ions spectateurs.
- **Il y a un transfert de proton de l'ion hydronium H_3O^+ vers l'ion hydroxyde OH^- .**
- **C'est une réaction acido-basique.**

b) Étude pH-métrique de la réaction entre un acide fort et une base forte



Définition de l'équivalence :

il y a équivalence lorsque les réactifs ont été mélangés dans les proportions stœchiométriques de l'équation de la réaction considérée.

- Équation bilan de la réaction : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
- À l'équivalence : $n(\text{OH}^-)_{\text{ajoutés à l'équivalence}} = n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{initialement présents}}$
- Or : $n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{initialement présents}} = C_A \cdot V_A$ - Et $n(\text{OH}^-)_{\text{ajoutés à l'équivalence}} = C_B \cdot V_{BE}$
- À l'équivalence : $C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_{BE}$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot \text{pK}_e$$

pH à l'équivalence

à 25 °C, pH = 7. Remarque : ceci n'est vrai que pour la réaction entre un acide fort et une base forte.

VII Contrôle du pH : solution tampon, rôle du milieu biologique:

Définition : Une solution tampon est une solution dont la composition est telle que son pH varie peu, soit par addition de petites quantités d'acide ou de base, soit par dilution.

Remarques :

- Ainsi les solutions d'acide fort ou de base forte ne constituent pas de bonnes solutions tampons.
- Le pouvoir tampon est d'autant plus élevé que la concentration de la solution c est grande
- Pour obtenir une solution tampon au laboratoire : on prend un acide faible et sa base conjuguée, on se place à un pH proche du pK_a du couple acido-basique. Pour cela, on prend la même proportion d'acide de base.
Exemple : pour fabriquer un tampon de $pH=9,2$ on utilisera une solution d'ammoniac NH_3 et une solution d'ions ammonium NH_4^+ de même concentration et dans les mêmes proportions.
- Applications : les tampons permettent d'étalonner les pH-mètres, le sang contient une solution tampon (ions orthophosphates 29 page 356).

Le pouvoir tampon est maximal lorsque $pH=pK_a$ si les concentrations en ions oxonium et hydroxydes sont négligeables devant les autres concentrations, ce qui est le cas si les solutions ne sont pas trop diluées.

Les solutions assez concentrés d'un acide faible et de sa base conjuguée en quantité équimolaire constituent donc les meilleures solutions tampon.